

TP Chim
n° 1

Transformations lentes ou rapides

Titrage par oxydoréduction

Correction



I. ETUDES DE TRANSFORMATIONS LENTES ET RAPIDES

- Expérience n°1:

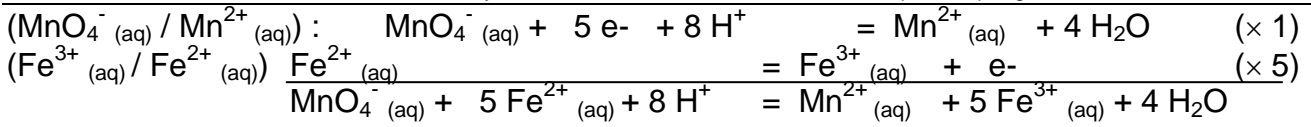


20 mL de sel de Mohr
(contenant des ions $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$)
+ 5 mL d'acide sulfurique
($2\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$).


5 mL de
permanganate de
potassium
($\text{K}^{+}_{(aq)} + \text{MnO}_4^{-}_{(aq)}$)

- La décoloration de la solution de permanganate de potassium est instantanée.
- Le suivi de la transformation se fait de nouveau par la disparition l'ion $\text{MnO}_4^{-}_{(aq)}$ (couleur violette).





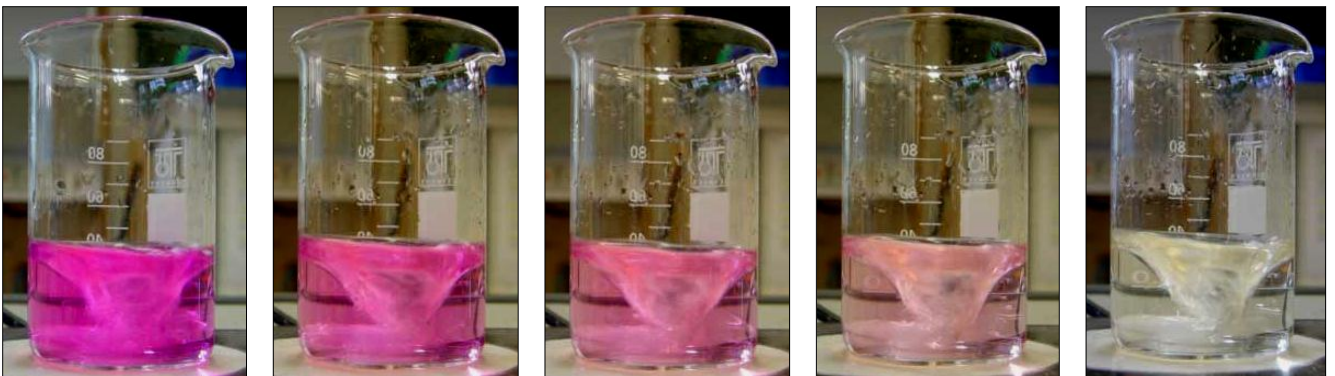
• Expérience n°2:



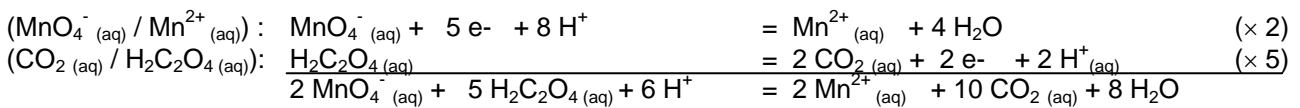
20 mL d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ (aq)}$ + 5 mL d'acide sulfurique $(2\text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)})$

5 mL de permanganate de potassium $(\text{K}^+ \text{ (aq)} + \text{MnO}_4^- \text{ (aq)})$

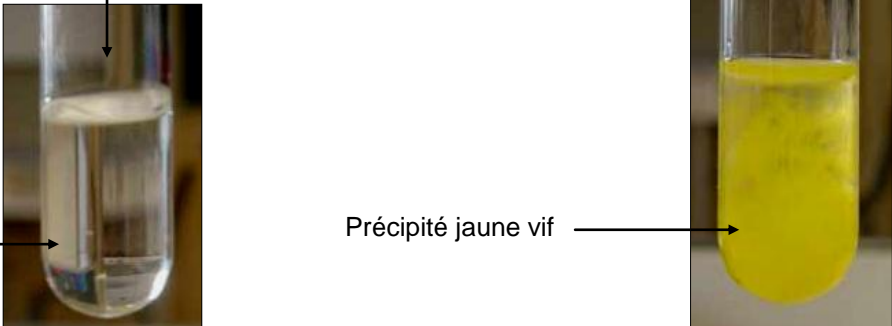
Evolution au cours du temps:



- On observe une lente décoloration de la solution au cours du temps (2 à 3 minutes). Le suivi de la transformation se fait par la disparition de la seule espèce chimique colorée, l'ion $\text{MnO}_4^- \text{ (aq)}$ (couleur violette).



• Expérience n°3: 2 mL de nitrate de plomb $(\text{Pb}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{NO}_3^- \text{ (aq)})$

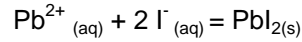


2 mL d'iodure de potassium $(\text{K}^+ \text{ (aq)} + \text{I}^- \text{ (aq)})$

Précipité jaune vif

• On observe instantanément un précipité jaune vif.
Le suivi de la transformation se fait par la formation d'un produit.

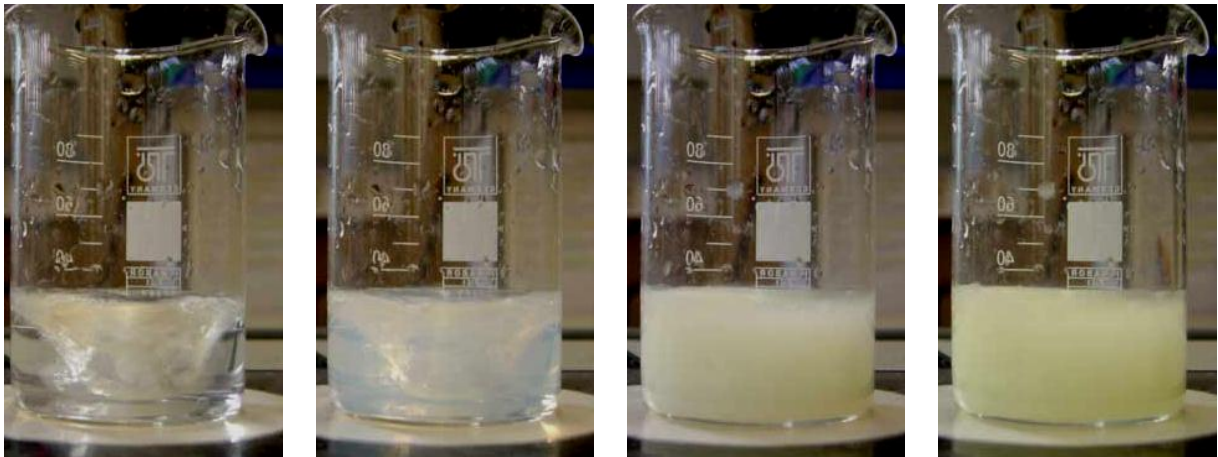
• Sachant que l'ion K^+ (aq) est spectateur, c'est l'anions I^- (aq) qui réagit avec les cations Pb^{2+} (aq) selon l'équation de précipitation:



• Expérience n°4:

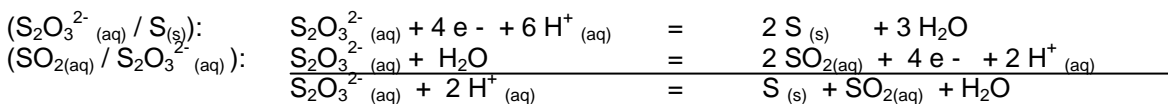


Evolution au cours du temps:



• On observe une lente coloration jaunâtre et laiteuse de la solution au cours du temps (1 minute environ). Cette coloration est due à la lente formation de soufre solide colloïdal (qui n'est pas un précipité !!) qui diffuse la lumière blanche.

Le suivi de la transformation se fait par la formation d'un produit, le soufre $S_{(s)}$.



Remarque: il s'agit d'une réaction de dismutation.

II TITRAGE D'UNE SOLUTION DE DIODE

1) Expérience

Burette graduée contenant la solution de thiosulfate de sodium à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



Réglage du zéro de la burette

Erlenmeyer contenant $V(\text{I}_2) = 10,0 \text{ mL}$ de solution de diode

Barreau aimanté

Volume à l'équivalence: $V_E = 13,8 \text{ mL}$



Avant le dosage



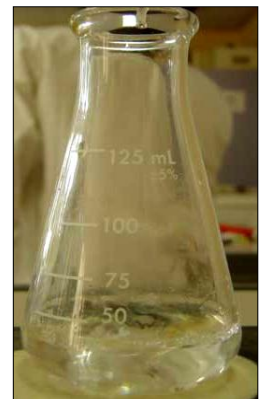
En cours de dosage



Juste avant l'équivalence



Ajout de thiodène avant l'équivalence



A l'équivalence

2) Exploitation

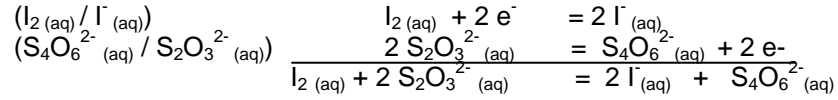
a) Légende du schéma du montage: voir 1).

b) Lors de l'ajout du thiodène, la solution dans l'erlenmeyer prend une coloration noire.

On repère l'équivalence du titrage lorsqu'à la goutte près la solution dans l'erlenmeyer passe de la couleur noire à l'incolore.

c)

Couples:



d) A l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques de l'équation de dosage:

$$n_i(I_2) = \frac{n_E(S_2O_3^{2-})}{2}$$

$$[I_2] \cdot V(I_2) = \frac{[S_2O_3^{2-}] \cdot V_E}{2} \Leftrightarrow [I_2] = \frac{[S_2O_3^{2-}] \cdot V_E}{2 \cdot V(I_2)}$$

A.N: $[I_2] = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \times 13,8}{2 \times 10,0} = 3,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

e) La solution de diiode préparée a une concentration annoncée à : $[I_2] = 3,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

On retrouve expérimentalement la valeur annoncée sur le flacon.